

ФІЗИЧНА ХІМІЯ

5 семестр

Контрольні питання до I модуля

Основи хімічної термодинаміки

1. Предмет фізичної хімії, основні розділи, основні методи дослідження.
2. Предмет термодинаміки, хімічної термодинаміки.
3. Основні поняття хімічної термодинаміки: система, гомогенна система, гетерогенна система, ізольована система, відкрита і замкнена система, функції стану, процеси ізотермічні, ізохорні, ізобарні, адіабатичні, оборотні, необоротні.
4. Внутрішня енергія системи.
5. Перший закон термодинаміки, формулювання, математичний вираз.
6. Ентальпія. Тепловий ефект процесів при постійному об'ємі та при постійному тиску.
7. Зв'язок теплових ефектів процесів при $V = \text{const}$ і $p = \text{const}$ для конденсованих систем, для систем за участю газів.
8. Знак теплового ефекту для екзо- і ендотермічних реакцій.
9. Закон Гесса, формулювання.
10. Тепловий ефект хімічної реакції, визначення, одиниці вимірювання та їх співвідношення.
11. Теплота утворення хімічної сполуки, визначення.
12. Теплота згорання, визначення.
13. Застосування закону Гесса до розрахунку теплового ефекту хімічної реакції за теплотами утворення та теплотами згорання хімічних сполук.
14. Інтегральна теплота розчинення, від чого залежить, який знак вона може мати і чому?
15. Перша, повна, проміжна інтегральні теплоти розчинення.
16. Інтегральна теплота розведення.
17. Теплота нейтралізації.
18. Теплоємність питома і молярна, істинна і середня. Теплоємність при постійному тиску і об'ємі.
19. Залежність теплоємності від температури. Інтерполяційні рівняння.
20. Залежність теплового ефекту від температури. Диференціальна форма рівнянь Кірхгофа. Інтегральна форма.
21. Розрахунок зміни теплоємності в хімічній реакції.
22. Розрахунок теплового ефекту при заданій температурі (хід розрахунку при різних наближеннях і точного).
23. Самочинні і не самочинні процеси.
24. Другий закон термодинаміки, формулювання, математичний вираз. На які питання за його допомогою можна дати відповідь?
25. Поняття ентропії. Зміна ентропії для оборотних і необоротних процесів, для ізольованих (адіабатичних) систем.
26. Ентропія як критерій можливості і напрямлення процесів в ізольованих системах. Умови рівноваги в ізольованій системі.
27. Ентропія як критерій імовірності стану і критерій неупорядкованості системи. Рівняння Больцмана.
28. Постулат Планка.
29. Розрахунок зміни ентропії в хімічній реакції.
30. Залежність зміни ентропії хімічної реакції від температури, приблизний і точний розрахунок.

31. Енергія Гіббса і енергія Гельмгольца як критерії направлення самочинних процесів.
32. Що називається вільною енергією, зв'язаною енергією?
33. Ізобарний потенціал утворення сполуки.
34. Методи розрахунку зміни ізобарного потенціалу в хімічній реакції.
35. Залежність ізобарного потенціалу від температури: хід розрахунку при різних наближеннях.
36. Умова рівноваги та самочинного перебігу процесу у відкритих багатокомпонентних системах.
37. Хімічний потенціал.
38. Залежність хімічного потенціалу ідеального газу від тиску.
39. Хімічний потенціал реальних газів. Фугітивність, активність.
Вміти розрахувати тепловий ефект хімічної реакції, яка перебігає при сталому тиску і сталому об'ємі, зміну теплоємності, ентропії, енергії Гіббса, визначити, в якому напрямку буде перебігати реакція за різних температур, рахувати теплоємність речовини при будь-якій температурі.

Типові задачі.

1. Розрахувати при стандартній температурі тепловий ефект реакції:
 $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, якщо вона перебігатиме а) при сталому тиску; б) при сталому об'ємі; в) якщо в реакції при сталому тиску утвориться 200 г NO_2 .
Відповідь: а) – 114,14 кДж; б) – 111,66 кДж; в) – 248,13 кДж.
2. Розрахувати для вищенаведеної реакції зміну теплоємності, ентропії і енергії Гіббса при стандартній температурі.
Відповідь: - 15,77 Дж/К; - 146,2 Дж; - 70,58 кДж.
3. Визначити напрямок перебігу реакції а) при стандартній температурі; б) при високих температурах; в) при низьких температурах.
Відповідь: а) в прямому напрямку; б) в зворотньому напрямку; в) в прямому напрямку.
4. Розрахувати теплоємність кисню при $T = 900 \text{ K}$.
Відповідь: 34,05 Дж/К.

Хімічна рівновага

40. Хімічна рівновага. Закон діючих мас.
41. Зв'язок між константами K_p і K_c .
42. Рівняння ізотерми хімічної реакції, для яких розрахунків його можна застосовувати?
43. Рівняння стандартного ізобарного (ізохорного) потенціалу хімічної реакції, для яких розрахунків його можна застосовувати.
44. Вплив тиску і температури на стан рівноваги і константу рівноваги. Принцип Ле-Шательє.
45. Залежність константи рівноваги хімічної реакції від температури. Рівняння ізобари, ізохори хімічної реакції.
46. Метод Тьомкіна-Шварцмана розрахунку константи рівноваги хімічної реакції.
Вміти для реакції написати вираз константи рівноваги, її розмірність, визначити за принципом Ле-Шательє, як вплине зміна тиску і температури на положення хімічної рівноваги і на величину константи рівноваги. Вміти розрахувати константи рівноваги.

Контрольні питання до II модуля

Фазові рівноваги

1. Фазові рівноваги, фаза, визначення. Як поділяються системи за кількістю фаз?
2. Складова частина системи.
3. Компонент. Як поділяються системи за числом компонентів?
4. Як розрахувати число компонентів системи?
5. Число ступенів свободи системи. Як поділяються системи за числом ступенів свободи? Як графічно зображуються системи з різним числом ступенів свободи?
6. Правило фаз Гіббса, формулювання, математичний вираз.
7. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса. Для яких розрахунків його можна застосовувати?
8. Діаграма стану (фазова діаграма) системи.
9. Застосування правила фаз Гіббса до розрахунку максимальної кількості фаз та максимального числа ступенів свободи одно-, двух- трикомпонентних систем.
10. Що таке потрійна точка на діаграмі стану однокомпонентної системи?
11. Зобразити і пояснити фазову діаграму води.
12. Які перетворення модифікацій називаються енантіотропними і монотропними, в яких системах вони можуть відбуватися?
13. Фізико-хімічний аналіз. Правила Курнакова.
14. Які ділянки можуть мати криві охолодження розплаву, яким процесам ці ділянки відповідають?
15. Які двокомпонентні системи дають діаграми плавкості з евтектикою?
16. Який вигляд має діаграма плавкості з евтектикою?
17. Що таке евтектика (евтектичний сплав, евтектична температура)?
18. Що таке лінії солідусу, ліквідусу?
19. Як за діаграмою стану визначити число і склад рівноважних фаз та співвідношення між масами фаз (правило важіля)?
20. Який вигляд має діаграма плавкості системи з хімічною сполукою, яка плавиться конгруентно?
21. Що називається конгруентним плавленням?
22. Що називається дистектикою?
23. Який вигляд має діаграма плавкості системи з хімічною сполукою, яка плавиться інконгруентно?
24. Що називається інконгруентним плавленням?
25. Що називається перитектикою?
26. Що називається твердим розчином?
27. Як поділяються тверді розчини за механізмом утворення?
28. Який вигляд має діаграма плавкості системи з обмеженою розчинністю компонентів в твердому стані?
29. Який вигляд має діаграма плавкості системи з необмеженою розчинністю компонентів в твердому стані?
30. Який вигляд має діаграма стану системи з обмеженою розчинністю компонентів в рідкій фазі? Яка температура називається критичною?
31. Трикомпонентні системи. Графічне відображення складу трикомпонентної системи за методом Гіббса і методом Розебума.

Вміти, користуючись діаграмою стану, описати процес охолодження розплаву і охарактеризувати систему в будь-якій точці (які фази в рівновазі, їх склад і маси). Вміти розрахувати число ступенів свободи системи в будь-якій точці.

Розчини

32. Що називається розчином, розчинником?
33. Способи вираження концентрації розчинів: мольна доля, молярність, моляльність, ваговий процент.
34. Ідеальні, гранично розбавлені та реальні розчини.
35. Які властивості називаються адитивними? Як їх можна розрахувати?
36. Що називається парціальною мольною величиною (ПМВ)? Як, використовуючи ПМВ, можна розрахувати екстенсивну властивість системи?
37. Рівняння Гіббса-Дюгема.
38. Закон Рауля. Графічне зображення закону Рауля для ідеальних та реальних розчинів. Чим можуть бути викликані відхилення від закону Рауля?
39. Розчинність газів в рідинах. Закон Генрі.
40. Підвищення температури кипіння розчинів. Ебуліоскопія.
41. Зниження температури замерзання розчинів. Кріоскопія.
42. Тиск пари над сумішшю летких рідин. Закони Коновалова.
43. Вигляд діаграм температура кипіння - склад розчину. Азеотропні суміші.
44. Фракційна перегонка. Ректифікація.
45. Перегонка з водяною парою.
46. Закон розподілення. Екстракція.
47. Осмос. Осмотичний тиск.
48. Які властивості розчинів називаються колігативними?

Вміти розраховувати концентрації розчинів, температуру кипіння і замерзання.

Типові задачі.

1. Яку моляльність і молярність має 4 % водний розчин FeCl_2 з густиною $1,18 \text{ г/см}^3$? Чому дорівнює мольна доля FeCl_2 в цьому розчині? Якою буде температура кипіння і замерзання цього розчину, якщо ебуліоскопічна стала води = $0,52$, а кріоскопічна стала води = $1,86$?
Відповідь: моляльність = $0,328$; молярність = $0,372$; мольна доля = $0,059$;
 $T_{\text{кип.}} = 100,17^\circ\text{C}$; $T_{\text{зам.}} = -0,61^\circ\text{C}$.
2. Визначити, скільки грамів глюкози розчинено в 1000 грамах води, якщо цей розчин замерзає при температурі -1°C (кріоскопічна стала води = $1,86$; молярна маса глюкози = 180 г)
Відповідь: $96,8 \text{ г}$.

6 семестр

Контрольні питання до III модуля

Розчини електролітів

1. Предмет і зміст електрохімії. Електроліти та їх класифікація.
2. Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса, її обмеження та недоліки.
3. Константа дисоціації і ступінь дисоціації. Закон розведення Оствальда.
4. Від яких факторів і як залежить ступінь електролітичної дисоціації.
5. Причини і механізм електролітичної дисоціації.
6. Схеми рівноваг в розчинах електролітів для речовин іонофорів та неіонофорів.
7. Електролітична дисоціація води, іонний добуток води, рН розчинів.
8. Гідроліз, константа гідролізу, ступінь гідролізу.

9. Від яких факторів і як залежить ступінь гідролізу.
10. Активність і коефіцієнт активності електролітів.
11. Іонна сила розчину. Правило іонної сили.
12. Основні положення теорії сильних електролітів Дебая-Гюккеля, її обмеження та недоліки.
13. Граничний закон Дебая-Гюккеля.
14. Іон-іонна взаємодія в концентрованих розчинах. Асоціація іонів.
15. Провідники першого і другого роду.
16. Питома, еквівалентна, молярна електропровідність розчинів електролітів, залежність від природи речовин, концентрації і температури.
17. Електропровідність при нескінченному розведенні. Закон незалежності руху іонів Кольрауша.
18. Числа переносу іонів і методи їх визначення. Аномальні числа переносу.
19. Естафетний і електронний механізм переносу струму в розчинах.
20. Теорія електропровідності сильних електролітів Дебая-Гюккеля-Онзагера.
21. Електрофоретичний і релаксаційний ефекти, їх вплив на електропровідність.
22. Кондуктометрія. Визначення ступеню дисоціації і константи дисоціації слабких електролітів, розчинності важкорозчинних сполук. Кондуктометричне титрування.

Електрорушійні сили. Електродні потенціали.

23. Визначення електроду, гальванічного елемента, електрохімічного ланцюга, електрорушійної сили.
24. Контактна різниця потенціалу, дифузійний потенціал, електродний потенціал.
25. Механізм виникнення електродних потенціалів.
26. Подвійний електричний шар, його будова, під дією яких сил він утворюється.
27. Вплив електростатичних сил, сил теплового руху іонів та специфічної адсорбції на утворення і будову подвійного електричного шару.
28. Правила запису електродів, гальванічних елементів, електродних реакцій.
29. Електродні потенціали. Рівняння Нернста.
30. Водневий електрод, його устрій, потенціал, електродна реакція.
31. Стандартні електродні потенціали. Електрохімічний ряд напруг.
32. Класифікація електродів. Електроди першого роду оборотні відносно катіонів і аніонів.
33. Амальгамні електроди, газові електроди: приклади, устрій, потенціал, електродні реакції.
34. Електроди другого роду. Каломельний електрод. Хлорсрібний електрод.
35. Окисно-відновні електроди: електродна реакція, формула для розрахунку потенціала.
36. Основні типи гальванічних елементів. Хімічні і концентраційні ланцюги.
37. Дифузійний потенціал. Ланцюги з переносом іонів і без переносу.
38. Механізм виникнення дифузійного потенціалу.
39. Зменшення або усунення дифузійного потенціалу за допомогою сольового містка.
40. Методи вимірювання ЕРС гальванічних елементів і електродних потенціалів.
41. Потенціометрія. Приклади застосування.
42. Потенціометричне визначення рН. Потенціометричне титрування.
43. Електроліз, його сутність, приклади.
44. Перший і другий закони Фарадея.
45. Хімічна і концентраційна поляризація. Деполяризація.
46. Потенціал розкладу і перенапряга. Роль перенапряга в процесах електролізу.

Контрольні питання до IV модуля

Кінетика хімічних реакцій

1. Предмет хімічної кінетики і основні поняття: реакції гомогенні, гетерогенні, топохімічні, лімітуюча стадія реакції, кінетична, дифузійна, перехідна ділянки перебігу реакції.
2. Швидкість хімічної реакції. Кінетичні рівняння реакцій. Константа швидкості. Закон діючих мас.
3. Молекулярність і порядок реакції, час напівперетворення.
4. Кінетичні рівняння для реакцій першого, другого, третього порядку.
5. Методи визначення порядку реакції і константи швидкості реакції.
6. Складні реакції: послідовні, паралельні, оборотні, сполучені. Хімічна індукція.
7. Залежність швидкості хімічної реакції від температури: температурний коефіцієнт швидкості реакції, правило Вант-Гоффа.
8. Рівняння Арреніуса. Енергія активації і методи її визначення.
9. Основні теоретичні уявлення хімічної кінетики: теорія активних зіткнень, теорія активованого комплексу.
10. Енергетичні діаграми хімічних реакцій.
11. Ланцюгові реакції, їх стадії, механізм зародження, розвитку і обриву ланцюга, довжина ланцюга, розгалужені і нерозгалужені ланцюги.
12. Загальні ознаки ланцюгового механізму хімічної реакції.
13. Фотохімічні реакції, їх стадії і механізм, шляхи скидання збудження.
14. Закони фотохімії. Квантовий вихід.
15. Радіаційно-хімічні реакції, їх стадії і механізм. Радіаційно-хімічний вихід.
16. Гетерогенні хімічні реакції і їх стадії.
17. Конвекція, дифузія, швидкість дифузії.
18. Рівняння Фіка, коефіцієнт дифузії, його фізичний зміст, залежність від температури.
19. Експериментальне визначення лімітуючої стадії гетерогенної хімічної реакції.
20. Топохімічні реакції, їх механізм, ступінь перетворення.

Каталіз

21. Каталіз, основні поняття і визначення: каталіз, каталізатор, інгібітор, промотор, каталітична отрута.
22. Поняття гомогенних каталітичних реакцій, гетерогенних, автокаталітичних.
23. Каталітична активність і селективність.
24. Теорії гомогенного каталізу: теорія проміжних сполук, теорія активованого комплексу.
25. Загальний і специфічний кислотно-основний каталіз.
26. Ферментативний каталіз.
27. Гетерогенний каталіз і його стадії.
28. Роль адсорбції в гетерогенних каталітичних реакціях.
29. Особливості гетерогенних каталітичних реакцій і гетерогенних каталізаторів.
30. Теорії гетерогенного каталізу: мультиплетна теорія Баландіна, теорія активних ансамблів Кобозева, електронна теорія, ланцюгова теорія Семенова.